

Modélisation d'une transformation

LE PROGRAMME

Constitution et transformations de la matière
Suivi de l'évolution d'un système, siège d'une transformation
Suivi et modélisation de l'évolution d'un système chimique

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Transformation modélisée par une réaction d'oxydoréduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydoréduction. Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés. Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydoréduction.
Évolution des quantités de matière lors d'une transformation. État initial, notion d'avancement (mol), tableau d'avancement, état final.	Décrire qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques lors d'une transformation. Établir le tableau d'avancement d'une transformation chimique à partir de l'équation de la réaction et des quantités de matière initiales des espèces chimiques.
Avancement final, avancement maximal. Transformations totale et non totale. Mélanges stœchiométriques.	Déterminer la composition du système dans l'état final en fonction de sa composition initiale pour une transformation considérée comme totale. Déterminer l'avancement final d'une réaction à partir de la description de l'état final et comparer à l'avancement maximal. Déterminer la composition de l'état final d'un système et l'avancement final d'une réaction. Capacité numérique : Déterminer la composition de l'état final d'un système siège d'une transformation chimique totale à l'aide d'un langage de programmation. Capacité mathématique : Utiliser une équation linéaire du premier degré.

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 40

SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier si l'élève a bien assimilé la notion de quantité de matière abordée en seconde et revu dans le chapitre précédent, et son intérêt en chimie.

► Exemple de réponse attendue

On connaît la masse d'une molécule de saccharose : $5,7 \times 10^{-22}$ g. La boîte de sucre contient 1 000 g de saccharose donc le nombre de molécules de saccharose contenu dans une boîte de 1 kg :

$$N = \frac{1000}{5,7 \times 10^{-22}} = 1,8 \times 10^{24} \text{ molécules de saccharose.}$$

Ce qui correspond à une quantité de matière :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,8 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 3,0 \text{ mol.}$$

► En classe de 1^{re} spécialité

La notion de quantité de matière, déjà abordée en classe de seconde pour compter les entités chimiques contenues dans un échantillon, est revue en 1^{re} spécialité où l'on montre que l'on

peut la déterminer par la mesure d'une masse, d'un volume ou de la concentration en quantité de matière d'une espèce chimique. Ainsi, pour définir l'état initial et final d'un système, il faudra suivre l'évolution de la quantité de matière des différents réactifs et produits lors d'une transformation. Cette notion sera abordée dans les **activités 2,3 et 4**.

SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que l'élève arrive à transcrire une phrase sous la forme d'une équation bilan ajustée en différenciant les réactifs et les produits.

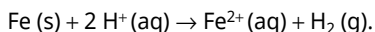
► Exemple de réponse attendue

Les réactifs de cette transformation sont : le fer Fe(s) et l'acide chlorhydrique ($\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$).

Les produits de cette transformation sont : les ions fer $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

Les produits ne contiennent pas d'atomes de chlore donc les ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ sont des ions spectateurs qui n'interviennent pas dans la réaction. Ils n'apparaîtront pas dans l'équation bilan.

On obtient donc :



► En classe de 1^{re} spécialité

La notion d'équation d'une réaction chimique, déjà vue en cycle 4 et en seconde, est appliquée aux transformations d'oxydoréduction. Cette notion sera abordée dans l'**activité 1** et l'**activité 2**.

SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que l'élève a compris qu'une transformation chimique s'arrêtait quand il manquait au moins un réactif. Ce réactif étant appelé le réactif limitant.

► Exemple de réponse attendue

Le réactif limitant est le butane car le dioxygène est présent à volonté dans l'air atmosphérique.

► En classe de 1^{re} spécialité

Le suivi d'une transformation chimique est abordé en 1^{re} spécialité par l'utilisation d'un tableau d'avancement permettant de connaître la quantité de matière de chaque espèce et le réactif limitant. L'**activité 2** permettra de suivre l'évolution d'une transformation d'oxydoréduction est de voir si cette transformation est totale ou non.

ACTIVITÉS

p. 42 ■ **ACTIVITÉ 1**

Réaction d'oxydoréduction

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité de découverte permet aux élèves de comprendre que lors d'une réaction d'oxydoréduction, on a un échange d'électrons entre deux espèces qui peuvent être associées en couple appelé couple oxydant/réducteur auquel on peut associer une demi-équation électronique. La difficulté pour les élèves est de combiner les deux demi-équations électroniques pour avoir le même nombre d'électron de part et d'autre afin d'obtenir l'équation-bilan modélisant la transformation chimique.

► Exploitation et analyse

1. a. Expérience 1 : la solution est incolore au début puis devient bleue après quelques minutes. Le fil de cuivre se recouvre d'un métal gris brillant.

Expérience 2 : la solution initialement bleue devient très légèrement verte après quelques minutes. Le clou en fer se recouvre d'un dépôt métallique orangé.

b. Expérience 1 : le test avec l'hydroxyde de sodium donne un précipité bleu mettant en évidence la présence d'ions cuivre Cu^{2+} .

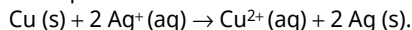
Expérience 2 : le test avec l'hydroxyde de sodium donne un précipité vert mettant en évidence la présence d'ions fer Fe^{2+} .

2. a. Le cuivre Cu (s) est le réducteur car il cède des électrons et l'ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ est l'oxydant, car il gagne un électron. On a les couples : $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$.

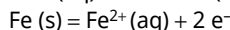
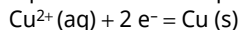
b. Pour modéliser la transformation du cuivre, on peut écrire : $\text{Cu}(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$.

Pour l'ion argent, on a : $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$

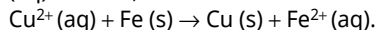
c. L'équation bilan est :



3. Dans l'expérience 2, on a les couples $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ qui suivent les deux demi-équations électroniques d'oxydoréduction :



En additionnant les deux demi-équations montrant un échange d'électrons entre les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et le fer, on a :



4. Dans l'expérience 1, on a : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$. Dans l'expérience 2, la demi-équation électronique concernant le couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ est l'inverse de celle de l'expérience 1 d'où le nom de demi-équation électronique renversable.

› Synthèse

5. C'est une réaction au cours de laquelle il y a un échange d'électrons entre deux espèces chimiques.

p. 43 ■ **ACTIVITÉ 2**

Réaction d'oxydoréduction

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet aux élèves de faire la différence entre une transformation totale ou non totale en comparant l'étude théorique à l'aide d'un tableau

Équation de la réaction		2 H ⁺ (aq) + Mg (s) → H ₂ (g) + Mg ²⁺ (aq)			
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	x = 0	2,5 × 10 ⁻²	8,2 × 10 ⁻³	0	0
en cours	x	2,5 × 10 ⁻² - 2x	8,2 × 10 ⁻³ - x	x	x
final	x = x _{max}	2,5 × 10 ⁻² - 2x _{max}	8,2 × 10 ⁻³ - x _{max}	x _{max}	x _{max}

4. La réaction s'arrête s'il manque un réactif. Deux hypothèses :

- si les ions H⁺ (aq) sont limitants, 2,5 × 10⁻² - 2x_{max} = 0 donc : x_{max} = 1,25 × 10⁻² mol ;

- si le magnésium est limitant, 8,2 × 10⁻³ - x_{max} = 0 donc : x_{max} = 8,2 × 10⁻³ mol.

x_{max} correspond à la plus petite valeur trouvée, soit x_{max} = 8,2 × 10⁻³ mol.

Elle est associée au magnésium, qui est donc le réactif limitant.

› Mesure et conclusion

5. À l'aide du volume de dihydrogène formé, on peut calculer la quantité de matière de dihydrogène expérimentalement formé :

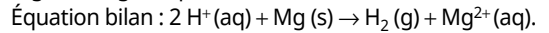
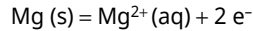
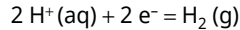
$$n(\text{H}_2)_{\text{exp}} = \frac{V}{V_m} = \frac{0,198}{24} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le résultat expérimental correspond à la valeur théorique. La transformation étudiée est totale.

d'avancement et l'étude expérimentale en suivant une transformation chimique en travaux pratiques.

› Analyses

1. Demi-équations électroniques d'oxydoréduction :



2. $n(\text{H}^+ (\text{aq})) = c \times V = 0,50 \times 0,050 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol ;}$

$$n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{0,20}{24,3} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. On utilise le tableau suivant :

p. 44 ■ **ACTIVITÉ 3**

État final d'un système chimique

Commentaires pédagogiques

Cette démarche d'investigation permet à l'élève de bien s'approprier le suivi d'une réaction à l'aide d'un tableau d'avancement. Cette activité permet également d'initier les élèves au langage Python à l'aide d'un programme fourni.

› Pistes de résolution

1. Le document 2 permet de calculer la quantité d'ion dichromate ayant réagi :

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})) = \frac{1}{4} \times 8,5 \times 10^{-6} = 2,1 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

La quantité d'ion dichromate restant à la fin de la transformation est :

$$8,5 \times 10^{-6} - 2,1 \times 10^{-6} = 6,4 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

Il est nécessaire de calculer la quantité d'éthanol contenu dans l'air expiré. On utilise un tableau d'avancement.

Équation de la réaction		2 Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 3 C ₂ H ₆ O (ℓ) + 16 H ⁺ (aq) → 4 Cr ³⁺ (aq) + 3 C ₂ H ₄ O ₂ (ℓ) + 11 H ₂ O (ℓ)				
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
initial	x = 0	n _i (Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq)) = 8,5 × 10 ⁻⁶	n _i (C ₂ H ₆ O (ℓ))	excès	0	0
en cours	x	n _i (Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq)) - 2x	n _i (C ₂ H ₆ O (ℓ)) - 3x		4x	3x
final	x = x _f	n _f (Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq)) - 2x _f = 6,4 × 10 ⁻⁶	n _f (C ₂ H ₆ O (ℓ)) - 3x _f		4x _f	3x _f

On détermine la valeur de l'avancement final en utilisant la colonne des ions dichromate :

$$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})) - 2 x_f = 6,4 \times 10^{-6} \text{ mol, donc :}$$

$$x_f = (8,5 \times 10^{-6} - 6,4 \times 10^{-6})/2 = 1,05 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

2. L'éthanol étant entièrement consommé, la quantité de matière d'éthanol se trouvant dans l'air expiré est :

$$n_i(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)) - 3 x_f = 0 \text{ donc :}$$

$$n_i(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)) = 3 x_f = 3,15 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

Conclusion

3. Il faut calculer la masse molaire de l'éthanol puis la masse d'éthanol dans l'air expiré :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Masse éthanol expiré :

$$m(\text{éthanol expiré}) = 3,15 \times 10^{-6} \times 46 = 1,45 \times 10^{-4} \text{ g.}$$

Masse d'éthanol dans 1 L de sang : $m(\text{éthanol dans 1 L de sang}) = m(\text{éthanol expiré}) \times 2\,000 = 0,29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

La personne est en dessous de la limite légale de 0,5 g d'alcool par litre de sang et pourra donc conduire.

4. On retrouve les mêmes résultats.

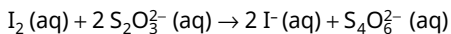
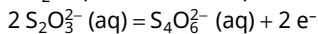
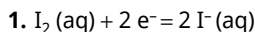
p. 45 ■ **ACTIVITÉ 4**

Titrage colorimétrique

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet aux élèves de réaliser un titrage colorimétrique en suivant une transformation chimique d'oxydoréduction. La difficulté pour les élèves sera de faire preuve de précision pour

prélever un volume de solution, pour remplir une burette et pour déterminer l'équivalence avec un changement de couleur à la goutte près.



2. Avant l'équivalence, la solution est brune car elle contient du diiode puis à l'équivalence, elle devient incolore car il ne reste que des solutions incolores en solution, le diiode étant entièrement consommé.

3. On trouve : $V_{\text{eq}} = 8,2 \text{ mL}$.

Tableau d'avancement :

$$x_{\text{eq}} = c_1 \times V_1 = \frac{c \times V_{\text{eq}}}{2} \text{ donc } c_1 = \frac{c \times V_{\text{eq}}}{2 \times V_1}.$$

On trouve : $V_{\text{eq}} = 8,4 \text{ mL}$

$$\text{donc } c_1 = \frac{0,10 \times 8,2 \times 10^{-3}}{2 \times 10 \times 10^{-3}} = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'incertitude-type sur la mesure du volume est de 0,1 mL donc : $8,3 \text{ mL} \leq V_{\text{eq}} \leq 8,5 \text{ mL}$.

$$\text{Donc } 0,0415 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \leq c_1 \leq 0,0425 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. Quantité de diiode dans 100 mL :

$$n(\text{I}_2(\text{aq})) = 0,042 \times 0,100 = 4,2 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Une molécule de 19 motifs de polyidone contient

$$\text{une molécule de diiode, donc } : n_p = n(\text{I}_2(\text{aq})) = \frac{m_p}{M_p}.$$

$$m_p = n(\text{I}_2(\text{aq})) \times M_p = 4,2 \times 10^{-3} \times 2\,363 = 9,9 \text{ g,}$$

$$\text{donc } 9,8 \text{ g} \leq m_p \leq 10,1 \text{ g.}$$

La masse de polyidone indiquée sur l'étiquette correspond bien à notre résultat expérimental.

Équation de la réaction		$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$			
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n_i(\text{I}_2(\text{aq})) = c_1 \times V_1$	$n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})) = c \times V$	0	0
si $V < V_{\text{eq}}$ (mélange brun)	x	$c_1 \times V_1 - x$	$c \times V - 2x = 0$	$2x$	x
à l'équivalence $V = V_{\text{eq}}$ (mélange incolore)	$x = x_{\text{eq}}$	$c_1 \times V_1 - x_{\text{eq}} = 0$	$c \times V_{\text{eq}} - 2x_{\text{eq}} = 0$	$2x_{\text{eq}}$	x_{eq}

EXERCICES

Vérifier l'essentiel

■ p. 50

- 1 B. 2 A. 3 C.
4 B et C. 5 B. 6 B.
7 C. 8 B.

Acquérir les notions

Réactions d'oxydoréduction

- 9 a. $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Zn}(\text{s}).$
b. $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- = \text{Al}(\text{s}).$
c. $\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-(\text{aq}).$
d. $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}).$

- 10** 1. a. $\text{Br}_2(\text{aq})$ oxydant et $\text{Br}^-(\text{aq})$ réducteur.
 b. $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ oxydant et $\text{Sn}(\text{s})$ réducteur.
 c. $\text{MnO}_2(\text{s})$ oxydant et $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ réducteur.

2. a. $\text{Br}_2(\text{aq})/\text{Br}^-(\text{aq})$.
 b. $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})/\text{Sn}(\text{s})$.
 c. $\text{MnO}_2(\text{s})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$.

11 a. $\text{Ag}^+(\text{aq})$ et $\text{H}^+(\text{aq})$ sont les oxydants ; $\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{Ag}(\text{s})$ sont les réducteurs des couples oxydant/réducteur :

$\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$.

b. $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ sont les oxydants ; $\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ sont les réducteurs des couples oxydant/réducteur : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})/\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$.

c. $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ sont les oxydants ; $\text{Au}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ sont les réducteurs des couples oxydant/réducteur :

$\text{Au}^{3+}(\text{aq})/\text{Au}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

12 1. $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq})$

2. C'est une réaction d'oxydoréduction car il y a échange d'électrons entre deux espèces chimiques.

3. Couples : $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})/\text{Pb}(\text{s})$.

4. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Pb}(\text{s}) = \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$.

13 1. Couples : $\text{Au}^{3+}(\text{aq})/\text{Au}(\text{s})$ et $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg}(\text{s})$.

2. $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- = \text{Au}(\text{s})$ et $\text{Mg}(\text{s}) = \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$.

3. $2\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Au}(\text{s}) + 3\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$.

4. Les ions or sont réduits et le magnésium est oxydé.

14 1. L'ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ est le réducteur d'un couple, donc il ne peut réagir qu'avec l'oxydant d'un autre couple, le diiode $\text{I}_2(\text{aq})$.

2. Le diiode est l'oxydant du couple, donc il ne peut réagir qu'avec le réducteur d'un autre couple, le métal aluminium.

15 1. a. $\text{PbO}_{2(\text{s})} + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{PbO}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- = \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

$\text{ClO}^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

2. a. $\text{PbO}_{2(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- = \text{PbO}_{(\text{s})} + 2\text{HO}^-(\text{aq})$

b. $\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 3\text{e}^- = \text{NO}(\text{g}) + 4\text{HO}^-(\text{aq})$.

c. $\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- = \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$.

16 1. a. $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-(\text{aq})$

et $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) = \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$.

b. $\text{I}_2(\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$.

2. a. $2\text{I}^-(\text{aq}) = \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

et $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

b. $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

Étude de l'évolution d'un système chimique

17 1. $n(\text{F}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{6}{24} = 0,25 \text{ mol}$

et $n(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{22,3}{55,8} = 0,40 \text{ mol}$.

2. Le tableau est :

Équation de la réaction		$\text{F}_2(\text{g})$	+	$\text{Fe}(\text{s})$	\rightarrow	$2\text{F}^-(\text{aq})$	+	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)						
initial	$x = 0$	$n(\text{F}_2) = 0,25 \text{ mol}$		$n(\text{Fe}) = 0,40 \text{ mol}$		0		0
en cours de transformation	x	$0,25 - x$		$0,40 - x$		$2x$		x
final	$x = x_f$	$0,25 - x_f$		$0,40 - x_f$		$2x_f$		x_f

3. Si F_2 limitant : $x_f = 0,25 \text{ mol}$.

Si fer limitant : $x_f = 0,40 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est le difluor et $x_f = 0,25 \text{ mol}$, car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

4. État final :

État final (en mol)	$x_f = 0,25$	0	0,15	0,50	0,25
---------------------	--------------	---	------	------	------

18 1. $n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\mu \times V}{M} = \frac{15 \times 20 \times 10^{-3}}{(2 \times 16 + 2 \times 1,0)} = 8,8 \times 10^{-3}$

mol ; $n(\text{I}^-) = c \times V = 1,0 \times 0,020 = 0,020 \text{ mol}$.

2. Le tableau est :

Équation de la réaction		$2 \text{I}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq})$			
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{I}^-) = 0,020$	$n(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,8 \times 10^{-3}$	0	0
en cours de transformation	x	$0,020 - 2x$	$8,8 \times 10^{-3} - x$	x	$2x$
final	$x = x_f$	$0,020 - 2x_f$	$8,8 \times 10^{-3} - x_f$	x_f	$2x_f$

3. Si $\text{I}^- (\text{aq})$ limitant : $0,020 - 2x_f = 0$ donc $x_f = 0,010$ mol.

Si $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ limitant : $8,8 \times 10^{-3} - x_f = 0$ donc $x_f = 8,8 \times 10^{-3}$ mol.

Le réactif limitant est l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ et $x_f = 8,8 \times 10^{-3}$ mol, car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

4. État final :

État final (en mol)	$x_f = 8,8 \times 10^{-3}$	$2,4 \times 10^{-3}$	0	$8,8 \times 10^{-3}$	$1,8 \times 10^{-2}$
---------------------	----------------------------	----------------------	---	----------------------	----------------------

19 1. $n(\text{Ag}^+ (\text{aq})) = c \times V = 0,10 \times 0,040 = 4,0 \times 10^{-3}$ mol.

$n(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) = c' \times V = 0,20 \times 0,020 = 4,0 \times 10^{-3}$ mol.
Le mélange est bien en proportion stœchiométrique.

2. Couleur rouge dans le tube à essai 1 donc présence d'ion fer (III) $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$, coloration bleue dans le tube 2, donc présence d'ion fer (II) $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$,

précipité blanc dans tube 3, donc présence d'ion argent $\text{Ag}^+ (\text{aq})$.

3. Le chauffage permet d'augmenter la vitesse de la réaction.

4. La transformation est non-totale car à la fin de la réaction, il reste des deux réactifs.

20 1. Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$\text{Mg} (\text{s}) + \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Zn} (\text{s})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Mg})$	$n(\text{Zn}^{2+})$	0	0
en cours de transformation	x	$n(\text{Mg}) - x$	$n(\text{Zn}^{2+}) - x$	x	x
final	$x = x_f$	$n(\text{Mg}) - x_f$	$n(\text{Zn}^{2+}) - x_f$	x_f	x_f

2. Si le mélange des réactifs est en proportion stœchiométrique, alors $n(\text{Mg}) - x_f = 0$ et $n(\text{Zn}^{2+}) - x_f = 0$.

Donc : $x_f = n(\text{Mg}) = n(\text{Zn}^{2+})$.

$n(\text{Mg}) = n(\text{Zn}^{2+})$.

Donc : $\frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = c \times V$.

Donc : $V = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}} \times c} = \frac{7,3}{24,3 \times 0,050} = 6,0$ L.

› Titrage et équivalence

21 1. À l'équivalence, la solution passe de l'incolore au bleu-violet (empois d'amidon + diiode).

2. D'après l'équation bilan, à l'équivalence :

$n(\text{I}_2 (\text{aq})) = n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 (\text{aq}))$.

Donc : $c' \times V_{\text{éq}} = c \times V$.

Donc : $c = \frac{c' \times V_{\text{éq}}}{V} = \frac{2,0 \times 10^{-3} \times 14,2 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}} = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

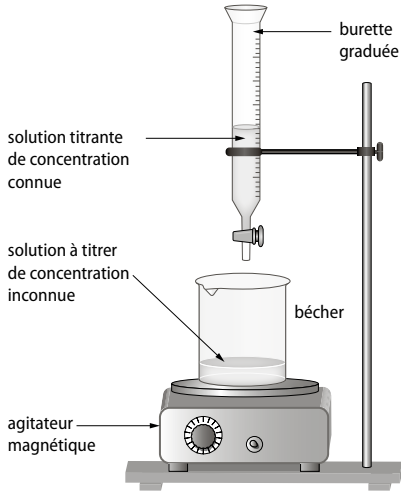
3. $n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 (\text{aq})) = \frac{m_{\text{vitamine C}}}{M_{\text{vitamine C}}} = c \times V$.

Donc $m_{\text{vitamine C}} = c \times V \times M_{\text{vitamine C}} = 2,8 \times 10^{-3} \times 10 \times 10^{-3} \times (6 \times 12 + 8 \times 1 + 16 \times 6) = 0,0050 \text{ g} = 5,0 \text{ mg}$.

On retrouve la valeur indiquée sur l'ampoule.

22 1. On utilise une pipette jaugée de 20 mL pour avoir un volume précis.

2. a. et b. On a :



3. La solution deviendra jaune-orangé car il restera du diiode en solution après l'équivalence.

4. Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$I_2(aq) + H_2CO_2(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + CO_2(g) + 2 H^+(aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
initial	$x = 0$	$n_i(I_2) = c_2 \times V_2$	$n_i(H_2CO_2) = c_1 \times V_1$	0	0	0
si $V' < V_{\text{éq}}$	x	$c_2 \times V_2 - x = 0$	$c_1 \times V_1 - x$	$2x$	x	$2x$
à l'équivalence : $V' = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$c_2 \times V_{\text{éq}} - x_{\text{éq}} = 0$	$c_1 \times V_1 - x_{\text{éq}} = 0$	$2x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$	$2x_{\text{éq}}$

5. À l'équivalence : $x_{\text{éq}} = c_1 \times V_1 = c_2 \times V_{\text{éq}}$

6. Donc :

$$c_1 = \frac{c_2 \times V_{\text{éq}}}{V_1} = \frac{0,080 \times 0,0158}{0,020} = 0,063 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

23 1. L'équivalence est l'état final du système pour lequel il y a changement de réactif limitant.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques.

2. Par un changement de couleur, la solution initialement violette devient incolore. (s)

3. On a le tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$2 MnO_4^- (aq) + 5 H_2C_2O_4 (aq) + 6 H^+ (aq) \rightarrow 2 Mn^{2+} (aq) + 10 CO_2 (g) + 8 H_2O (l)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(MnO_4^-) = c \times V$	$n_i(H_2C_2O_4) = c' \times V'$	excès	0	0	excès
si $V' < V_{\text{éq}}$	x	$n_i(MnO_4^-) - 2x$	$c' \times V' - 5x = 0$		$2x$	$10x$	
à l'équivalence : $V' = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$n_i(MnO_4^-) - 2x_{\text{éq}} = 0$	$c' \times V_{\text{éq}} - 5x_{\text{éq}} = 0$		$2x_{\text{éq}}$	$10x_{\text{éq}}$	

À l'équivalence : $x_{\text{éq}} = n_i(MnO_4^- (aq))/2 = (c \times V_{\text{éq}})/5$

4. $n_i(MnO_4^- (aq)) = (2 \times c' \times V_{\text{éq}})/5$

$$= \frac{2 \times 0,050 \times 0,0198}{5} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

5. $c = n_i(MnO_4^- (aq))/V = \frac{4,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,040 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

24 1. On a le tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$6 \text{ Br}^- (\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{ H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{ Br}_2 (\text{aq}) + 2 \text{ Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(\text{Br}^-) = c_1 \times V_1$	$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = c_2 \times V_2$	excès	0	0	excès
si $V_2 < V_{\text{éq}}$	x	$c_1 \times V_1 - 6x$	$c_2 \times V_2 - x = 0$		3x	2x	
à l'équivalence : $V_2 = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$c_1 \times V_1 - 6x_{\text{éq}} = 0$	$c_2 \times V_{\text{éq}} - x_{\text{éq}} = 0$		$3x_{\text{éq}}$	$2x_{\text{éq}}$	

2. À l'équivalence : $x_{\text{éq}} = \frac{c_1 \times V_1}{6} = c_2 \times V_{\text{éq}}$
 donc : $c_1 = \frac{(6 \times c_2 \times V_{\text{éq}})}{V_1} = \frac{6 \times 0,010 \times 0,0096}{0,010} = 5,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

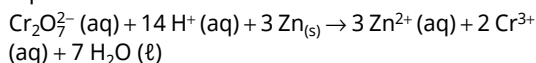
Exercices résolus

Exercices similaires

! p. 54 et 55

26 1. On a : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{ H}^+ (\text{aq}) + 6 \text{ e}^- = 2 \text{ Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$ et $\text{Zn} (\text{s}) = \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{ e}^-$.

Équation de la transformation :



2. Quantité de matière initiale des ions dichromate : $n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})) = c_1 \times V_1 = 2,0 \times 10^{-3} \times 0,050 = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ et de zinc : $n_i(\text{Zn} (\text{s})) = m/M = 20 \times 10^{-3}/65,4 = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Le tableau d'avancement est le suivant :

Équation de la réaction		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 3 \text{ Zn} (\text{s}) + 14 \text{ H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{ Zn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
Initial	$x = 0$	$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 1,0 \times 10^{-4}$	$n_i(\text{Zn}) = 3,1 \times 10^{-4}$	excès	0	0	excès
En cours de transformation	x	$1,0 \times 10^{-4} - x$	$3,1 \times 10^{-4} - 3x$		2x	3x	
Final	$x = x_f$	$1,0 \times 10^{-4} - x_f$	$3,1 \times 10^{-4} - 3x_f$		$2x_f$	$3x_f$	

Si les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})$ sont limitants : $1,0 \times 10^{-4} - x_f = 0$ donc : $x_f = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Si le zinc $\text{Zn} (\text{s})$ est limitant :

$$3,1 \times 10^{-4} - 3x_f = 0 \text{ donc : } x_f = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

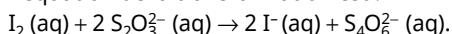
On a un mélange en proportion stœchiométrique avec $x_f = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

La composition de l'état final est :

État final	$x_f = 1,0 \times 10^{-4}$	0	0	Excès	$2,0 \times 10^{-4}$	$3,0 \times 10^{-4}$	Excès
------------	----------------------------	---	---	-------	----------------------	----------------------	-------

28 On a : $\text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{ e}^- = 2 \text{ I}^- (\text{aq})$ et $2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq}) = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq}) + 2 \text{ e}^-$.

L'équation de la transformation est :



La solution de diiode de concentration $c_1 = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est diluée vingt fois avant le dosage,

$$\text{donc } c'_1 = \frac{c_1}{20} = \frac{8,0 \times 10^{-2}}{20} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le tableau d'avancement est le suivant :

Équation de la réaction		$I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$ mol	$n_i(I_2) = c_1' \times V_1$	$n_i(S_2O_3^{2-}) = c \times V$	0	0
si $V_1 < V_{\text{éq}}$ (solution incolore)	x	$c_1' \times V_1 - x = 0$	$c \times V - 2x$	$2x$	x
à l'équivalence : $V_1 = V_{\text{éq}}$ (solution jaune orangé)	$x = x_{\text{éq}}$	$c_1' \times V_{\text{éq}} - x_{\text{éq}} = 0$	$c \times V - 2x_{\text{éq}} = 0$	$2x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

À l'équivalence : $x_{\text{éq}} = \frac{c \times V}{2} = c_1' \times V_{\text{éq}}$.

Donc : $c = \frac{2 \times c_1' \times V_{\text{éq}}}{V} = \frac{2 \times 4,0 \times 10^{-3} \times 8 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}}$
 $= 6,4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le résultat ne correspond pas à la valeur notée sur l'étiquette.

■ Croiser les notions ■ p. 56

29 1. $Cu(s) + 2 Fe^{3+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2 Fe^{2+}(aq)$

2. a. D'après l'équation modélisant la transformation :

$n(Cu(s)) = \frac{1}{2} \times n(Fe^{3+}(aq))$.

Donc : $m(Cu(s)) = 0,5 \times c \times V \times M(Cu) = 0,5 \times 3,0 \times 0,250 \times 63,5 = 23,8 \text{ g}$.

b. Volume de la plaque : $V = S \times e = \frac{m}{\rho}$ donc $S =$

$\frac{m}{\rho \times e} = \frac{23,8}{8,9 \times 30 \times 10^{-4}} = 8,9 \times 10^2 \text{ cm}^2$.

30 > Démarche avancée

On doit d'abord écrire l'équation bilan de la réaction : $4 Al(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 Al_2O_3(s)$.

On connaît la quantité de matière d'oxyde d'aluminium formé à l'état final. En s'aidant un tableau d'avancement, dans lequel le dioxygène apparaît en excès, on pourra déterminer l'avancement final de la transformation puis en déduire la quantité de matière d'aluminium consommé en sachant qu'il est le réactif limitant.

Équation de la réaction		$4 Al(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 Al_2O_3(s)$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)		
initial	$x = 0$	$n(Al(s))$	excès	0
en cours de transformation	x	$n(Al(s)) - 4x$	excès	$2x$
final	$x = x_f$	$n(Al(s)) - 4x_f = 0$	excès	$2x_f$

D'après le tableau : $n(Al_2O_3(s)) = 0,40 \text{ mol} = 2x_f$
 donc : $x_f = 0,20 \text{ mol}$.

L'aluminium étant entièrement consommé : $n(Al(s)) - 4x_f = 0$ donc $n(Al(s)) = 4x_f = 4 \times 0,20 = 0,80 \text{ mol}$.

On peut obtenir la masse d'aluminium consommé : $m(Al) = n(Al) \times M(Al) = 0,80 \times 27 = 21,6 \text{ g}$.

> Démarche élémentaire

1. $4 Al(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 Al_2O_3(s)$.

2. Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$4 Al(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 Al_2O_3(s)$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)		
initial	$x = 0$	$n(Al(s))$	excès	0
en cours de transformation	x	$n(Al(s)) - 4x$	excès	$2x$
final	$x = x_f$	$n(Al(s)) - 4x_f = 0$	excès	$2x_f$

3. D'après le tableau : $n(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})) = 0,40 \text{ mol} = 2 x_f$.
Donc : $x_f = 0,20 \text{ mol}$.

4. L'aluminium étant entièrement consommé :

$$n(\text{Al}(\text{s})) - 4x_f = 0.$$

Donc $n(\text{Al}(\text{s})) = 4 x_f = 4 \times 0,20 = 0,80 \text{ mol}$.

5. Masse d'aluminium consommé :

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 0,80 \times 27 = 21,6 \text{ g}.$$

31 1. $\text{Sn}(\text{s}) = \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ et $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$ donc : $\text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

2. On obtient le tableau d'avancement suivant :

Équation de la réaction		$\text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Sn}(\text{s}))$	excès	0	0
en cours de transformation	x	$n(\text{Sn}(\text{s})) - x$	excès	x	x
final	$x = x_f$	$n(\text{Sn}(\text{s})) - x_f = 0$	excès	x_f	x_f

À l'état final, $n(\text{H}_2(\text{g})) = x_f = \frac{V}{V_m} = \frac{0,243}{24} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

Comme il n'y a plus d'étain : $n(\text{Sn}(\text{s})) - x_f = 0$ donc $n(\text{Sn}(\text{s})) = x_f = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

3. La masse d'étain dans l'échantillon de 5,0 g de la statue est :

$$m(\text{Sn}(\text{s})) = n(\text{Sn}(\text{s})) \times M(\text{Sn}) = 1,0 \times 10^{-2} \times 118,7 = 1,2 \text{ g}.$$

Le pourcentage massique en étain de la statue est :

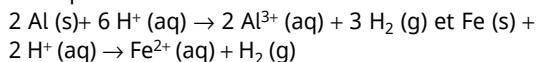
$$\frac{1,2 \times 100}{5,0} = 24 \% \text{ donc } 76 \% \text{ de cuivre}.$$

32 1. $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$.

$$\text{Al}(\text{s}) = \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-.$$

$$\text{Fe}(\text{s}) = \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-.$$

Les équations des transformations sont :



2. $n(\text{Al}) = m(\text{Al})/M(\text{Al}) = 8,1/27 = 0,30 \text{ mol}$.

$$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/M(\text{Fe}) = 14/55,8 = 0,25 \text{ mol}.$$

$$n(\text{H}^+(\text{aq})) = c \times V = 2,0 \times 50 \times 10^{-3} = 0,10 \text{ mol}.$$

Le tableau pour l'aluminium est :

Équation de la réaction		$2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Al}(\text{s})) = 0,30 \text{ mol}$	$n(\text{H}^+(\text{aq})) = 0,10 \text{ mol}$	0	0
en cours de transformation	x	$0,30 - 2x$	$0,10 - 6x$	$2x$	$3x$
final	$x = x_f$	$0,30 - 2x_f$	$0,10 - 6x_f$	$2x_f$	$3x_f$

Si Al est le réactif limitant : $0,30 - 2x_f = 0$ donc $x_f = 0,15 \text{ mol}$.

Si $\text{H}^+(\text{aq})$ est le réactif limitant : $0,10 - 6x_f = 0$ donc $x_f = 0,017 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est l'ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ et $x_f = 0,017 \text{ mol}$ car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

État final (en mol)	$x_f = 0,017$	0,27	0	0,034	0,051
---------------------	---------------	------	---	-------	-------

Le tableau pour le fer est :

Équation de la réaction		$\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Fe}(\text{s})) = 0,25 \text{ mol}$	$n(\text{H}^+(\text{aq})) = 0,10 \text{ mol}$	0	0
en cours de transformation	x	$0,25 - x$	$0,10 - 2x$	x	x
final	$x = x_f$	$0,25 - x_f$	$0,10 - 2x_f$	x_f	x_f

Si Fe limitant : $0,25 - x_f = 0$ donc $x_f = 0,25$ mol.
 Si H^+ (aq) limitant : $0,10 - 2x_f = 0$ donc $x_f = 0,050$ mol.

Le réactif limitant est l'ion hydrogène H^+ (aq) et $x_f = 0,050$ mol car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

État final (en mol)	$x_f = 0,050$	0,20	0	0,050	0,050
---------------------	---------------	------	---	-------	-------

3. Volume de dihydrogène formé :

- avec l'aluminium : $V(H_2(g)) = n(H_2(g)) \times V_m = 0,051 \times 24 = 1,22$ L ;

- avec le fer : $V(H_2(g)) = n(H_2(g)) \times V_m = 0,05 \times 24 = 1,2$ L.

On obtient quasiment le même volume de dihydrogène.

33 1. $H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- = 2H_2O(l)$ et $O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- = H_2O_2(aq)$.

2. Dans un couple oxydant/réducteur, elle est l'oxydant, dans l'autre le réducteur. On dit qu'elle est amphotère.

3. a. $MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- = Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$ et $H_2O_2(aq) = O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^-$.

b. $2MnO_4^-(aq) + 6H^+(aq) + 5H_2O_2(aq) = 2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l) + 5O_2(g)$.

c. On a :

Équation de la réaction		$5H_2O_2(aq) + 2MnO_4^-(aq) + 6H^+(aq) \rightarrow 5O_2(g) + 2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(H_2O_2) = c \times V$	$n_i(MnO_4^-) = c' \times V'$		0	0	
si $V' < V_{\text{éq}}$	x	$c \times V - 5x$	$c' \times V' - 2x = 0$	excès	5x	2x	excès
à l'équivalence : $V' = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$c \times V - 5x_{\text{éq}} = 0$	$c' \times V_{\text{éq}} - 2x_{\text{éq}} = 0$		5x _{éq}	2x _{éq}	

À l'équivalence : $x_{\text{éq}} = \frac{c' \times V_{\text{éq}}}{2} = \frac{c \times V}{5}$ donc :

$$n_i(MnO_4^-) / 2 = n_i(H_2O_2) / 5$$

ainsi : $n_i(H_2O_2) = \frac{5}{2} \times n_i(MnO_4^-) = \frac{5}{2} \times c' \times V_{\text{éq}} = \frac{5}{2} \times 0,20 \times 17,6 \times 10^{-3} = 8,8 \times 10^{-3}$ mol.

$$d. c = \frac{n_i(H_2O_2)}{V} = \frac{8,8 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,88 \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

La concentration en masse vaut :

$$t = c \times M = 0,88 \times 34 = 30 \text{ g} \cdot L^{-1}.$$

La valeur trouvée correspond à celle présente sur l'étiquette.

$$e. n(O_2(g)) = \frac{n(H_2O_2(aq))}{2} = \frac{c \times V}{2} = \frac{0,88 \times 1}{2} = 0,44 \text{ mol}$$

donc $V(O_2(g)) = n(O_2(g)) \times V_m = 0,44 \times 22,4 = 9,9$ L.

L'eau oxygénée étudiée est à 10 volumes.

34 1. Avant l'équivalence, la solution est quasiment incolore (vert pâle = couleur du vin). Après l'équivalence, il reste du diiode, qui apparaîtra bleu-violet avec l'empois d'amidon.

2. À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation du dosage : $n(SO_2(aq)) = n(I_2(aq))$ donc : $c_1 \times V_1 = c_2 \times$

$$V_{\text{éq}} \text{ donc } c_1 = \frac{c_2 \times V_2}{V_1} = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 6,28 \times 10^{-3}}{20,00 \times 10^{-3}} = 3,14 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

Concentration en masse : $c_{\text{mexp}} = c_1 \times M(SO_2) = 3,14 \times 10^{-3} \times (32 + 2 \times 16) = 0,201 \text{ g} \cdot L^{-1} = 201 \text{ mg} \cdot L^{-1}$

3. Cette concentration n'est pas conforme à la législation européenne car on dépasse largement la valeur maximale autorité qui est de $150 \text{ mg} \cdot L^{-1}$ pour le vin blanc.

$$35 \quad 1. n(\text{vitamine C}) = \frac{m}{M} = \frac{0,500}{176} = 2,84 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } c(\text{vitamine C}) = \frac{n}{V} = \frac{2,84 \times 10^{-3}}{0,250} = 1,14 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

2. $I_2(aq) + 2e^- = 2I^-(aq)$ et $C_6H_8O_6(aq) = C_6H_6O_6(aq) + 2H^+(aq) + 2e^-$ donc : $I_2(aq) + C_6H_8O_6(aq) \rightarrow C_6H_6O_6(aq) + 2H^+(aq) + 2I^-(aq)$.

3. On réalise un dosage indirect donc le diiode sera en excès. De plus, on nous dit que la solution finale est jaune-orangée donc il reste du diiode à la fin de la réaction.

4. On a : $n(I_2(aq)) = c_1 \times V_1 = 5,00 \times 10^{-3} \times 20,0 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-4}$ mol
 et $n(C_6H_8O_6(aq)) = c \times V = 1,14 \times 10^{-2} \times 5,0 \times 10^{-3} = 5,7 \times 10^{-5}$ mol.

Équation de la réaction		$I_2(aq) + C_6H_8O_6(aq) \rightarrow C_6H_6O_6(aq) + 2H^+(aq) + 2I^-(aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
initial	$x = 0$	$n(I_2(aq)) = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$n(C_6H_8O_6(aq)) = 5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$	0	0	0
en cours de transformation	x	$1,00 \times 10^{-4} - x$	$5,7 \times 10^{-5} - x$	x	$2x$	$2x$
final	$x = x_f$	$1,00 \times 10^{-4} - x_f$	$5,7 \times 10^{-5} - x_f$	x_f	$2x_f$	$2x_f$

Si $I_2(aq)$ limitant : $x_f = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Si $C_6H_8O_6(aq)$ limitant : $x_f = 5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

La vitamine C est le réactif limitant, le diiode est bien en excès.

État final	$x_f = 5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$	0	$5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$
------------	--	----------------------------------	---	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

5. $I_2(aq) + 2e^- = 2I^-(aq)$ et $2S_2O_3^{2-}(aq) = S_4O_6^{2-}(aq) + 2e^-$.

L'équation modélisant la réaction de titrage est :

$I_2(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$.

6. On a :

Équation de la réaction		$I_2(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
État initial	$x = 0$	$n(I_2(aq)) = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$n(S_2O_3^{2-}(aq)) = c_X \times V = 0$	0	0	
Si $V < V_{eq}$	x	$4,3 \times 10^{-5} - x$	$c_X \times V - 2x = 0$	$2x$	x	
À l'équivalence : $V = V_{eq}$	$x = x_{eq}$	$4,3 \times 10^{-5} - x_{eq} = 0$	$c_X \times V_{eq} - 2x_{eq} = 0$	$2x_{eq}$	x_{eq}	

À l'équivalence : $x_{eq} = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$ et $c_X = \frac{2x_{eq}}{V_{eq}} =$

$$\frac{2 \times 4,3 \times 10^{-5}}{0,0150} = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

36 > Démarche avancée

On réalise un titrage indirect. Les ions nitrates réagissent entièrement en présence d'une solution contenant des ions fer (II). L'excès d'ions fer (II) est dosé dans un second temps à l'aide d'une solution de dichromate de potassium de concentration connue. On peut déterminer la quantité de matière initiale en ions fer (II) utilisé : $n_i(Fe^{2+}(aq)) = c(Fe^{2+}) \times V_1 = 0,20 \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

On note :

- $n_i(Fe^{2+})$ la quantité de matière initiale en ions fer (II) dans l'erlenmeyer ;

- $n_R(Fe^{2+})$ la quantité de matière en ions fer (II) réagissant dans la réaction 1 avec les ions nitrate ;

- $n_{ex}(Fe^{2+})$ la quantité de matière en ions fer (II) en excès ;

- $n_E(Cr_2O_7^{2-})$: la quantité de matière en ions dichromate versée à l'équivalence.

- $n_i(Fe^{2+}) = n_R(Fe^{2+}) + n_{ex}(Fe^{2+})$,

donc : $n_R(Fe^{2+}) = n_i(Fe^{2+}) - n_{ex}(Fe^{2+})$.

En utilisant un tableau d'avancement accompagnant la transformation correspondant au titrage, on pourra déterminer la quantité en ion fer (II) en excès ayant réagi avec les ions dichromate que l'on a noté $n_{ex}(Fe^{2+})$.

On a :

Équation de la réaction		$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 6Fe^{2+}(aq) + 14H_3O^+(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 6Fe^{3+}(aq) + 21H_2O(l)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(Cr_2O_7^{2-}(aq)) = C_2 \times V$	$n_{ex}(Fe^{2+}(aq))$	excès	0	0	excès
avant équivalence $V < V_{eq}$	x	$C_2 \times V - x$	$n_{ex}(Fe^{2+}(aq)) - 6x$		$2x$	$6x$	
à l'équivalence $V = V_{eq}$	$x = x_{eq}$	$C_2 \times V_{eq} - x_{eq} = 0$	$n_{ex}(Fe^{2+}(aq)) - 6x_{eq} = 0$		$2x_{eq}$	$6x_{eq}$	

À l'équivalence : $x_{\text{eq}} = C_2 \times V_{\text{eq}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/6$
 donc : $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = 6 \times C_2 \times V_{\text{eq}} = 6 \times 1,7 \times 10^{-2} \times 10,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

On en déduit la quantité de matière en ions fer (II) réagissant dans la réaction 1 avec les ions nitrate :

$$n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 4,0 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

À l'aide d'un second tableau d'avancement associé à la première transformation, on peut déterminer la quantité de matière en ion nitrate se trouvant dans 25 mL de solution S, notée $n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq}))$.

Équation de la réaction		$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 3 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 3 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq}))$	$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$		0	0	
en cours de transformation	x	$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) - x$	$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 3x$	excès	x	$3x$	excès
État final	$x = x_{\text{f}}$	$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) - x_{\text{f}}$	$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 3x_{\text{f}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$		x_{f}	$3x_{\text{f}}$	

À l'état final :

$$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) - x_{\text{f}} = 0 \text{ et } n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 3x_{\text{f}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$$

$$\text{donc } x_{\text{f}} = n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq}))$$

$$\text{et } n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = (n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/3$$

$$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/3$$

$$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

On a prélevé 25 mL de la solution (S), soit 1/10^e du volume la solution (S) : $n(\text{NO}_3^-) = 10 n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

En utilisant la formule donnée dans l'énoncé, on en déduit le pourcentage massique en azote nitrique de l'engrais étudié :

$$\%_{(\text{NO}_3)} = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(N)}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100$$

$$\text{donc } \%_{(\text{NO}_3)} = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 14}{2,5} \times 100 = 5,6 \%$$

On obtient le même ordre de grandeur, car l'étiquette indique 6 % d'azote nitrique.

➤ Démarche élémentaire

1. $n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = c(\text{Fe}^{2+}) \times V_1 = 0,20 \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

2. On note :

- $n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+})$ la quantité de matière initiale en ions fer (II) dans l'erlenmeyer ;

- $n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+})$ la quantité de matière en ions fer (II) réagissant dans la réaction 1 avec les ions nitrate ;

- $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$ la quantité de matière en ions fer (II) en excès ;

- $n_{\text{E}}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$: la quantité de matière en ions dichromate versée à l'équivalence.

$$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) + n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}), \text{ donc } n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$$

On a :

Équation de la réaction		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 14 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 21 \text{H}_2\text{O}(\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_{\text{I}}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})) = C_2 \times V$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$		0	0	
avant équivalence $V < V_{\text{eq}}$	x	$C_2 \times V - x$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 6x$	excès	$2x$	$6x$	excès
à l'équivalence $V = V_{\text{eq}}$	$x = x_{\text{eq}}$	$C_2 \times V_{\text{eq}} - x_{\text{eq}} = 0$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 6x_{\text{eq}} = 0$		$2x_{\text{eq}}$	$6x_{\text{eq}}$	

À l'équivalence : $x_{\text{eq}} = C_2 \times V_{\text{eq}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/6$
 donc : $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = 6 \times C_2 \times V_{\text{eq}} = 6 \times 1,7 \times 10^{-2} \times 10,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

3. Donc : $n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 4,0 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

4. On a :

Équation de la réaction		$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 3 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{NO} (\text{g}) + 3 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\ell)$							
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)							
initial	$x = 0$	$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}))$	$n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))$			0	0		
en cours de transformation	x	$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}) - x$	$n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) - 3x$			excès	x	$3x$	excès
État final	$x = x_f$	$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}) - x_f$	$n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) - 3x_f = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))$				x_f	$3x_f$	

À l'état final :

$$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) - x_f = 0 \text{ et } n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) - 3x_f = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))$$

$$\text{donc } x_f = n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}))$$

$$\text{et } n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = (n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))/3$$

$$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))/3$$

$$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. On a prélevé 25 mL de la solution (S), soit 1/10^e du volume la solution (S) :

$$n(\text{NO}_3^-) = 10 n_i(\text{NO}_3^-) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$6. \%_{(\text{NO}_3^-)} = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(N)}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100 \text{ donc } \%_{(\text{NO}_3^-)} = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 14}{2,5} \times 100 = 5,6 \%$$

On obtient le même ordre de grandeur, car l'étiquette indique 6 % d'azote nitrique.

37 Les métaux réagissent avec le dioxygène de l'air en milieu humide. Le plus connu est le fer qui se désagrège en formant différents oxydes ou hydroxydes de fer communément appelé rouille. D'autres métaux réagissent en formant une couche d'oxyde solide et imperméable en surface du métal et qui le protège. C'est le cas de l'aluminium qui forme l'alumine de formule Al_2O_3 , du zinc qui forme un oxyde de formule ZnO ou du cuivre qui forme un oxyde de couleur vert de gris de formule CuO . Le couple oxydant/réducteur du dioxygène et de l'eau est : $\text{O}_2 (\text{g})/\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

Dans les couples oxydant/réducteur avec des métaux, le métal est toujours le réducteur du couple donc il subira une oxydation, l'ion métallique est toujours l'oxydant.

Exemple : $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})/\text{Cu} (\text{s})$; $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})/\text{Fe} (\text{s})$; $\text{Al}^{3+} (\text{aq})/\text{Al} (\text{s})$.

On aura par exemple : $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$ et $\text{Fe} (\text{s}) = \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$.

L'équation de la transformation donnera : $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{Fe} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 2 \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$.

38 Pour les synthèses dans l'industrie, on essaie de mettre les réactifs en proportion stœchiométrique pour ne pas « perdre » de réactifs qui ont un coût et qu'il va falloir éliminer en fin de réaction pour purifier le produit.

On réalise des titrages ou d'autres types de tests (spectromètre de masse, RMN, etc.) pour vérifier la qualité du produit formé et savoir s'il respecte bien les normes en vigueur.

Acquérir des compétences ■ p. 59

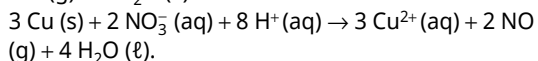
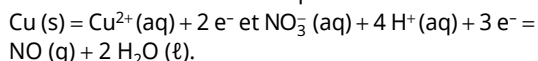
39 > Démarche experte

À l'aide des données de l'énoncé, on peut déterminer la quantité de matière de chaque réactif :

$$n(\text{Cu}_{(\text{s})}) = \frac{m}{M} = \frac{2,2}{63,5} = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{et } n(\text{H}^+ (\text{aq})) = n(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = c \times V = 2,0 \times 0,500 = 1,0 \text{ mol.}$$

On détermine les équations modélisant la transformation entre l'acide nitrique et le cuivre :



À l'aide d'un tableau d'avancement, on peut déterminer le réactif limitant :

Équation de la réaction		$3 \text{Cu} (\text{s}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{NO} (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\ell)$					
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	0,035	1,0	1,0	0	0	
en cours de transformation	x	$0,035 - 3x$	$1,0 - 2x$	$1,0 - 8x$	$3x$	$2x$	excès
final	$x = x_f$	$0,035 - 3x_f$	$1,0 - 2x_f$	$1,0 - 8x_f$	$3x_f$	$2x_f$	

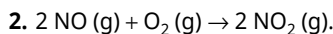
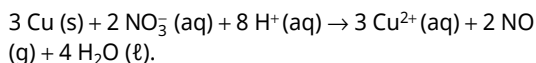
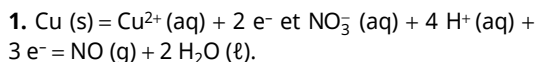
Si le cuivre est limitant : $0,035 - 3x_f = 0$ donc $x_f = 1,2 \times 10^{-2}$ mol.

Si NO_3^- (aq) limitant : $1,0 - 2x_f = 0$ donc $x_f = 0,50$ mol.

Si H^+ (aq) limitant : $1,0 - 8x_f = 0$ donc $x_f = 0,125$ mol.

Le réactif limitant est le cuivre, car il a l'avancement final le plus petit.

➤ Démarche avancée



3. $n(\text{Cu}_{(s)}) = \frac{m}{M} = \frac{2,2}{63,5} = 3,5 \times 10^{-2}$ mol et $n(\text{H}^+ \text{ (aq)}) = n(\text{NO}_3^- \text{ (aq)}) = c \times V = 2,0 \times 0,500 = 1,0$ mol.

4. Détermination de l'état final après la première transformation :

Équation de la réaction		$3 \text{ Cu (s)} + 2 \text{ NO}_3^- \text{ (aq)} + 8 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow 3 \text{ Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ NO (g)} + 4 \text{ H}_2\text{O (l)}$					
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	0,035	1,0	1,0	0	0	excès
en cours de transformation	x	$0,035 - 3x$	$1,0 - 2x$	$1,0 - 8x$	$3x$	$2x$	
final	$x = x_f$	$0,035 - 3x_f$	$1,0 - 2x_f$	$1,0 - 8x_f$	$3x_f$	$2x_f$	

Si le cuivre est limitant : $0,035 - 3x_f = 0$ donc $x_f = 1,2 \times 10^{-2}$ mol.

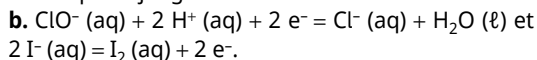
Si NO_3^- (aq) limitant : $1,0 - 2x_f = 0$ donc $x_f = 0,50$ mol.

Si H^+ (aq) limitant : $1,0 - 8x_f = 0$ donc $x_f = 0,125$ mol.

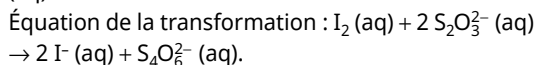
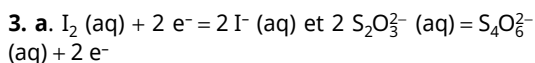
Le réactif limitant est le cuivre, car il a l'avancement final le plus petit.

40 1. On dilue l'eau de Javel au dixième donc on prélève 5 mL d'eau de Javel pour préparer 50 mL de solution S_1 .

2. a. Pipette jaugée de 10 mL et 20 mL.



En additionnant les deux demi-équations, on retrouve l'équation de la transformation.



b. la solution jaune orangé devient incolore car le diiode disparaît à l'équivalence.

c. À l'équivalence : $n(\text{I}_2 \text{ (aq)}) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ (aq)})}{2}$

$= \frac{c_3 \times V_{\text{eq}}}{2} = \frac{0,10 \times 7,6 \times 10^{-3}}{2} = 3,8 \times 10^{-4}$ mol.

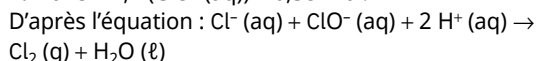
d. $n(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = n(\text{I}_2 \text{ (aq)}) = 3,8 \times 10^{-4}$ mol.

e. $c(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = \frac{n(\text{ClO}^- \text{ (aq)})}{V} = \frac{3,8 \times 10^{-4}}{10 \times 10^{-3}} = 3,8 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹.

Solution commerciale :

$c(\text{ClO}^- \text{ (aq)})_{\text{com}} = 10 \times c = 0,38$ mol · L⁻¹.

4. Dans 1 L, $n(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = 0,38$ mol.



$n(\text{Cl}_2 \text{ (g)}) = n(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = 0,38$ mol.

5. $m(\text{Cl}_2 \text{ (g)}) = n(\text{Cl}_2 \text{ (g)}) \times M(\text{Cl}_2) = 0,38 \times 71 = 27$ g pour 1 L d'eau de Javel.

La masse d'un litre d'eau de Javel est : $m(\text{eau de Javel}) = \rho \times V = 1,03 \times 1\,000 = 1\,030$ g.

Le pourcentage de chlore actif correspond à la masse de dichlore dans 100 g d'eau de Javel donc

$\frac{100 \times 27}{1\,030} = 2,6$ g.

6. Le pourcentage actif de cette eau de Javel est de 2,6 % de chlore actif donc égal à ce qui est affiché.

41 On réalise un titrage colorimétrique en plaçant grâce à la pipette jaugée 10 mL de la solution contenant des ions fer (II) dans un bécher et en remplissant la burette graduée par la solution de permanganate de potassium puis on réalise le montage ci-contre :

On verse la solution de permanganate de potassium jusqu'au changement de couleur (incolore à violet). On note le volume correspondant V_{eq} . On réalise un deuxième dosage de façon plus précise. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportion stœchiométrique :

$n(\text{MnO}_4^- \text{ (aq)}) = \frac{n(\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)})}{5}$ et $c = \frac{5 \times C' \times V_{\text{eq}}}{V}$.